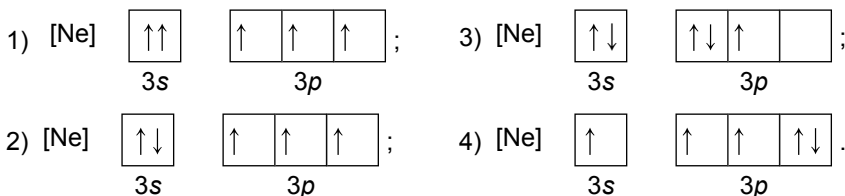


пендикулярних осей координат? **5.** За якою формулою обчислюють максимальну кількість електронів на енергетичному рівні? **6.** Що таке електронна формула атома хімічного елемента? **7.** Про що дає уявлення графічний варіант електронної формули атома хімічного елемента? **8.** Що називають радіусом атома? **9.** Як змінюються радіуси атомів у періодах і групах періодичної системи?



Застосуйте свої знання й уміння

- Обчисліть максимальну кількість електронів на третьому енергетичному рівні.
- Запишіть електронну формулу атома Алюмінію.
- Запишіть графічний варіант електронної формули атома Нітрогену й визначте число неспарених електронів у ньому.
- Визначте хімічний елемент, атому якого відповідає електронна формула $...3s^23p^2$.
- Виберіть правильний запис електронної формули атома Фосфору:



6. Виберіть записи, у яких символи хімічних елементів розміщені за збільшенням радіусів їхніх атомів:

- Li, B, C, F
- B, N, C, F
- Cl, S, Se, Te
- H, Na, Cs, K
- H, Cl, Br, I



Теорча майстерня

Змодельуйте, використовуючи повітряні кульки, s- і p-електронні хмари та їхнє взаєморозташування у просторі.



Дізнайтеся більше про стан електронів у атомі:

- <https://www.youtube.com/watch?v=U6Oq4EBghIM>
<https://www.youtube.com/watch?v=PJ8k3nQRzgQ>
<https://www.youtube.com/watch?v=ZoJQSBXVAEE>
<http://www.ptable.com/?lang=ru#Orbital>

§ 9. Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома

Перші уявлення про будову атомів і природу хімічної валентності... ґрунтувалися на закономірностях властивостей елементів, установлених за допомогою періодичного закону.

В.І. Спіцин

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- аналізувати інформацію, закладену в періодичній системі;
- використовувати її для характеристики хімічного елемента; класифікації елементів, визначення їхньої валентності, класифікації простих речовин, визначення хімічного характеру оксидів, гідратів оксидів, сполук елементів з Гідрогеном;
- обґрунтовувати фізичну сутність періодичного закону.

Структура періодичної системи зумовлена електронною конфігурацією атомів хімічних елементів. Порівнюючи будову зовнішнього енергетичного рівня атомів (рис. 9.1), легко дійти висновків:

- повторюваність властивостей хімічних елементів у головних підгрупах зумовлена періодичним повторенням структури зовнішнього енергетичного рівня їхніх атомів;
- кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп збігається з номером групи;
- кількість енергетичних рівнів у атомі дорівнює номеру періоду.

У цьому полягає *фізичний зміст* періодичного закону, номеру групи й періоду.

Пригадайте, у періодах зі збільшенням протонних чисел відбувається поступовий перехід від металічних до неметалічних елементів. У головних підгрупах – навпаки, зі зростанням протонних чисел посилюються металічні властивості. Як це пов'язано з будовою електронних оболонок атомів?

В атомах металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні зазвичай від одного до трьох електронів. В атомах неметалічних елементів їх від чотирьох до восьми. Зі збільшенням числа зовнішніх електронів¹ слабшають металічні й посилюються неметалічні властивості хімічних елементів (рис. 9.1). Наприклад, елемент третього періоду Натрій – металічний. Утворена ним проста речовина натрій – дуже активний метал. Трохи слабше металічні властивості виражені в Магнію. Ще менше – в Алюмінію. Силіцій – неметалічний елемент. Далі від Фосфору до Хлору неметалічні властивості посилюються. У тій самій послідовності змінюється хімічна активність відповідних простих речовин.

		1A	ПІДГРУПИ						8A
П Е Р І О Д И	1	1 H $1s^1$	2A	3A	4A	5A	6A	7A	2 He $1s^2$
	2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
	3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$

Рис. 9.1. Будова зовнішнього енергетичного рівня перших вісімнадцятьох хімічних елементів періодичної системи

Зверніть увагу: в атомах інертних елементів зовнішній енергетичний рівень завершений. Саме це є причиною хімічної пасивності відповідних простих речовин – інертних газів.

У періодичній залежності від зміни електронних структур атомів хімічних елементів перебуває й радіус атома (рис. 9.2). Від нього та від заряду ядра залежить, є елемент металічним або неметалічним. Наприклад, у другому періоді від Літію до Флуору збільшується заряд ядра і кіль-

¹ Електрони, розташовані на зовнішньому енергетичному рівні, називають зовнішніми електронами.

кість зовнішніх електронів. Число електронних шарів залишається незмінним. Отже, сила притягання зовнішніх електронів до ядра зростає, тож атом «стискається». Тому радіус атома від Літію до Флуору зменшується. Що менший радіус атома, тим сильніше зовнішні електрони притягуються до ядра. І тим сильніше в хімічного елемента виражені неметалічні властивості.

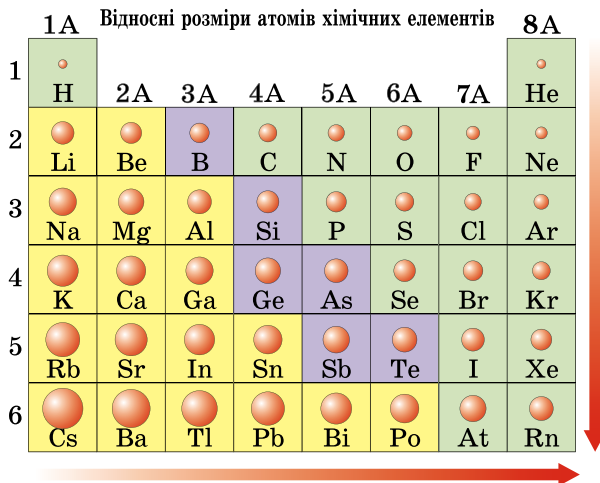


Рис. 9.2. Зміна радіусів атомів у періодах і підгрупах

У VIIA підгрупі розташовані галогени: F, Cl, Br, I, At. На зовнішньому електронному шарі цих елементів однакове число електронів – 7. Із зростанням заряду ядра атома при переході від періоду до періоду збільшується число електронних шарів. А отже, збільшується атомний радіус і слабшають неметалічні властивості. Про кількісну характеристику, за якою неметалічні елементи відрізняють від металічних, ви дізнаєтеся з наступної теми.

Вища валентність хімічних елементів також змінюється періодично. Тому під кожною групою періодичної системи зазначено в загальному вигляді хімічну формулу вищого оксиду, а для елементів IV–VII – ще й формулу леткої сполуки з Гідрогеном.



Пригадайте алгоритм визначення валентності хімічних елементів за формулами двоелементних сполук. Визначте для кожної групи періодичної системи валентність хімічних елементів, яку вони виявляють у: а) вищих оксидах; б) летких сполуках з Гідрогеном. Як у періоді змінюється валентність хімічних елементів у вищих оксидах і летких сполуках з Гідрогеном?

Виконавши завдання, ви пересвідчилися, що *вища валентність хімічного елемента збігається з номером групи періодичної системи, до якої він належить*.

Чи є винятки із цього правила? Так, існує кілька хімічних елементів, значення вищої валентності яких не збігається з номером групи в періодичній системі. Пригадайте, про це вже йшлося в курсі хімії 7 класу. Приміром, максимальна валентність Оксигену – елемента VIA підгрупи – II, а максимальна валентність Флуору – елемента VIIA підгрупи – I.

Чому? Дотепер ми не пояснювали причину цього явища. Тож спробуємо знайти відповідь на запитання, що виникло, розглянувши будову зовнішнього енергетичного рівня атомів цих елементів.

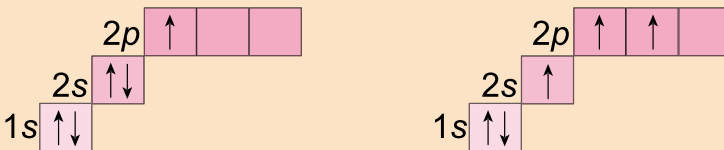
Виявлено, що максимальна валентність хімічного елемента визначається числом неспарених електронів у його атомі. Графічний варіант будови зовнішнього енергетичного рівня атомів зазначених елементів такий:



В атомі Оксигену два неспарених електрони, тому вища валентність елемента дорівнює двом. Флуор виявляє вищу валентність один, оскільки в його атомі один неспарений електрон.

Цікаво і пізнавально

Атоми можуть переходити у збуджений стан через надання їм додаткової енергії. Унаслідок цього спарені електрони можуть розпаровуватися. Вони переходять у межах зовнішнього енергетичного рівня з підрівня з нижчою енергією на підрівень з вищою енергією. Наприклад, в основному стані в атомі Бору один неспарений електрон. А в збудженому стані їх три, бо один з електронів 2s-підрівня перейшов на вільну орбіталь 2p-підрівня:



Тому вища валентність цього елемента дорівнює трьом.

Чи залежить від положення хімічного елемента в періодичній системі хімічний характер його оксиду й гідрату цієї сполуки? З'ясуємо це на прикладі елементів третього періоду. Його розпочинає Натрій – лужний елемент. Натрій оксид Na_2O – основний. Гідрат натрій оксиду NaOH – продукт його взаємодії з водою – луг, дуже їдка речовина. Магній оксид MgO і його гідрат $\text{Mg}(\text{OH})_2$ також мають основні властивості, хоча слабші, ніж в оксиду й гідроксиду Натрію. Саме тому магній гідроксид є складником лікарських засобів проти печії – не подразнює слизову травного тракту й зменшує кислотність шлункового соку. Так само у складі цих засобів є алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Ця речовина виявляє *амфотерні* (подвійні) властивості – як основні, так і кислотні. Амфотерним є й алюміній оксид.



Амфотерність (від давньогрец. «подвійний», «обопільний») – здатність деяких сполук залежно від умов виявляти як кислотні, так і основні властивості.

Цікаво і пізнавально

Поняття *амфотерність* як характеристику подвійних властивостей речовин запровадили в 1814 р. французькі науковці Ж. Гей-Люссак і Л. Тенар. Німецький хімік А. Ганч сформулював таке визначення: «Амфотерність – здатність деяких сполук виявляти як кислотні, так і основні властивості залежно від умов і природи реагентів, що беруть участь у кислотно-основній взаємодії, особливо залежно від властивостей розчинника».

Оксиди та гідрати оксидів решти хімічних елементів третього періоду є кислотними (рис. 9.3).

Який хімічний характер легких сполук хімічних елементів з Гідрогеном? Розгляньте рисунок 9.4. Як бачите, низка типових неметалічних елементів утворюють легкі сполуки з Гідрогеном. Усі ці газуваті речовини розчинні у воді. Водний розчин амоніаку NH_3 має слабколужну реакцію, решта – кислу. Кислотні властивості легких сполук елементів з Гідрогеном посилюються в періодах зліва направо, у підгрупах – зверху до низу.

Хімічний характер оксидів і їхніх гідратів

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Основний Амфотерний Кислотний

5A	6A	7A
N		F
	S	Cl
	Se	Br
	Te	I

Кислотний Основний

Рис. 9.3. Залежність хімічного характеру оксидів та їхніх гідратів від положення елемента в періодичній системі. **Завдання.**

У якій речовини в ряду H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4 кислотні властивості виражені найслабше? Найсильніше?

Рис. 9.4. Хімічний характер легких сполук деяких хімічних елементів з Гідрогеном

Виявлені закономірності свідчать: на елементному рівні (макросвіт) періодична система є узагальненням фактів, отриманих шляхом спостережень, вимірювань, експериментів. На атомному рівні (мікросвіт) це узагальнення одержало теоретичну основу.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Структура періодичної системи зумовлена електронною конфігурацією атомів хімічних елементів.
- Повторюваність властивостей хімічних елементів у головних підгрупах зумовлена періодичним повторенням структури зовнішнього енергетичного рівня їхніх атомів.
- Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп збігається з номером групи.
- Кількість енергетичних рівнів в атомі дорівнює номеру періоду.
- Амфотерність – здатність деяких сполук залежно від умов виявляти як кислотні, так і основні властивості.



Перевірте себе

1. Чим зумовлена структура періодичної системи? 2. Чому елементи головних підгруп подібні за властивостями? 3. У чому полягає фізичний зміст періодичного закону? Номеру групи, періоду? 4. Як змінюються металічні й неметалічні властивості хімічних елементів у періодичній системі? 5. У якій частині періодичної системи розташовано найтиповіші неметалічні елементи? Металічні? 6. Які закономірності зміни радіуса атомів у періодичній системі? 7. Як змінюється вища валентність хімічних елементів у періодах і групах? 8. Як змінюється хімічний характер оксидів, їхніх гідратів, летких сполук елементів з Гідрогеном у періодичній системі?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Визначте число електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах: а) Стронцію; б) Селену; в) Йоду.
2. Визначте число енергетичних рівнів в атомах: а) Рубідію; б) Германію; в) Бісмуту.
3. В атомах яких з перелічених елементів однакове число енергетичних рівнів: Літій, Калій, Натрій, Магній?
4. Визначте найактивніший метал і найактивніший неметал.
5. В атомах яких з перелічених елементів однакове число електронів на зовнішньому енергетичному рівні: Літій, Натрій, Магній, Калій?
6. Визначте, який з елементів є металічним: Фосфор, Барій, Хлор.
7. Розташуйте за посиленням металічних властивостей такі елементи: а) Калій, Скандій, Кальцій; б) Рубідій, Натрій, Калій.
8. Розташуйте за посиленням неметалічних властивостей такі елементи: а) Хлор, Силіцій, Фосфор; б) Стибій, Фосфор, Сульфур.
9. Визначте, у якого з хімічних елементів другого періоду найбільший радіус атома.
10. Визначте, у якого з хімічних елементів ІА підгрупи найменший радіус атома.
11. Розташуйте елементи Галій, Арсен, Бром за збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні їхніх атомів.
12. Визначте вищу валентність Сульфур, Арсену, Бром, Кальцію.
13. Складіть формули: а) вищого оксиду Стронцію та його гідрату; б) вищого оксиду Хлору та його гідрату; в) вищого оксиду Галію та його гідрату; г) леткої сполуки Селену з Гідрогеном. Зазначте хімічний характер цих сполук.
14. Визначте хімічний характер оксиду елемента з протонним числом 20.
15. Визначте хімічний характер гідрату оксиду елемента з протонним числом 34.



Творча майстерня

1. Поясніть зміст рисунка 9.5.



Рис. 9.5

2. Напишіть вірш, коротку казку, загадку тощо про явище амфотерності. Або доберіть українські прислів'я, які б відповідали суті цього явища.

Дізнайтеся більше про зв'язок структури періодичної системи з будовою атомів хімічних елементів:

<http://zno.academia.in.ua/mod/book/tool/print/index.php?id=1838>

<http://subject.com.ua/chemistry/admission/23.html>

<http://www.alhimik.ru/etcet/table.html>

§ 10. Як схарактеризувати хімічний елемент за його положенням у періодичній системі

Періодичний закон цілком слушно називають дорого-вказом у вивченні хімії.

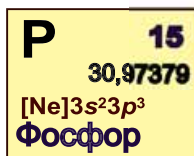
М.О. Фігуровський

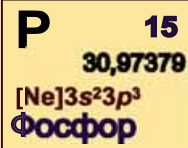
Після опрацювання параграфа ви зможете:

- характеризувати хімічний елемент за його положенням у періодичній системі;
- аналізувати інформацію, закладену в періодичній системі, та використовувати її для характеризування хімічного елемента.

Ви вже переконалися в зумовленості властивостей хімічних елементів складом і будовою їхніх атомів. З'ясували, що склад зовнішнього енергетичного рівня періодично повторюється і саме тому повторюються властивості хімічних елементів. Виявили закономірності зміни властивостей хімічних елементів у періодах і групах. Настав час застосувати набуті знання для характеристики хімічних елементів малих періодів.

Схарактеризуємо Фосфор за його положенням у періодичній системі. Порядковий номер Фосфору 15. Отже, в ядрі його атома міститься 15 протонів, а навколо ядра рухаються 15 електронів. Нуклонне число одного з нуклідів Фосфору – 31. Кількість нейтронів у нукліді Фосфору-31 дорівнює різниці між його нуклонним і протонним числами. У ядрі цього нукліду міститься 16 нейтронів.





$$N(p^+) = Z$$

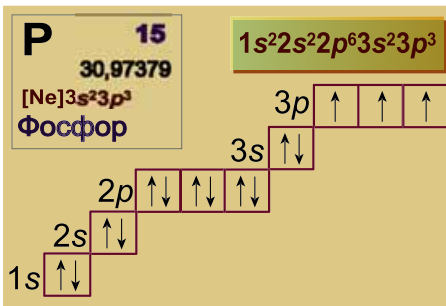
$$N(n^0) = A - N(p^+)$$

$$N(n^0) = A - Z$$

$$N(n^0) = 31 - 15 = 16$$

Z – порядковий номер елемента в періодичній системі; A – нуклонне число; $N(p^+)$ – протонне число; $N(n^0)$ – кількість нейтронів

Фосфор – елемент VA підгрупи періодичної системи, тож на зовнішньому енергетичному рівні його атома міститься п'ять електронів. Вища валентність Фосфору – V. Фосфор розташований у третьому періоді. Електрони в атомі Фосфору розміщені на трьох енергетичних рівнях. Розміщення



електронів в атомі Фосфору відбиває його електронна формула. Графічний варіант електронної формули дає уявлення про кількість неспарених електронів. В основному стані в атомі Фосфору три неспарених p -електрони. Фосфор – типовий неметалічний елемент. Найвідоміші прості речовини, які він утворює, – неметали (рис. 10.1).

Формула вищого оксиду Фосфору – P_2O_5 . Валентність Фосфору у вищому оксиді дорівнює номеру групи. Цей оксид кислотний, його гідрат є кислотою. H_3PO_4 – формула ортофосфатної кислоти. Формула леткої сполуки Фосфору з Гідрогеном PH_3 . Валентність Фосфору в леткій сполуці з Гідрогеном дорівнює трьом – різниці між числом 8 і номером групи. У підгрупі Фосфор межує з Нітрогеном й Арсеном, у періоді – із Силіцієм і Сульфуром. Порівняймо властивості Фосфору з властивостями його «сусідів» у періодичній системі. Неметалічні властивості Фосфору виражені сильніше, ніж у Силіцію й Арсену, але слабше, ніж у Нітрогену і Сульфурі. Натомість радіус атома Фосфору менший, ніж у Силіцію й Арсену, але більший, ніж у Нітрогену і Сульфурі (рис. 10.2).



Рис. 10.1. Типові неметали:
1 – червоний фосфор; 2 – білий фосфор

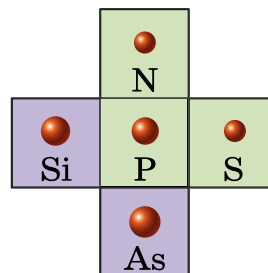


Рис. 10.2. Порівняння радіуса атома Фосфору з радіусами атомів його «сусідів» по періодичній системі. **Завдання.** Схарактеризуйте за положенням у періодичній системі Магній

ПРО ГОЛОВНЕ

- Інформацію, закладену в періодичній системі, використовують для характеристики хімічних елементів.



Перевірте себе

1. Як визначити склад ядра атома і кількість електронів навколо нього? 2. Чому дорівнює кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп? 3. Як визначити вищу валентність елемента? 4. Як визначити число енергетичних рівнів у атомі? 5. Де в періодичній системі розташовані неметалічні елементи? 6. Де в періодичній системі зазначено формули вищих оксидів і летких сполук елементів з Гідроеном? 7. Як визначити валентність елемента у леткій сполуці з Гідроеном? 8. Як визначити хімічний характер оксиду та гідрату оксиду елемента? 9. Як у періодах і групах змінюються металічні та неметалічні властивості, радіус атома хімічних елементів?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Складіть план характеристики хімічного елемента за його положенням у періодичній системі й схарактеризуйте за ним будь-які два з перших двадцятьох елементів періодичної системи. Відповідь оформіть як таблицю.

2. Порівняйте Натрій і Хлор за їхнім положенням у періодичній системі. Чим вони подібні й чим відмінні?



Теорча майстерня

Розробіть зміст і правила однієї з навчальних ігор, у якій потрібно використати знання про зв'язок властивостей хімічного елемента з його положенням у періодичній системі. Наприклад, «Хімічний лабіринт» (різновид тесту з правильними і неправильними судженнями), «Хімічне лото», «Хімічні хрестики-нулики» тощо.



Дізнайтеся більше про:

<http://www.solnet.ee/school/chemistry.html>

§ 11. Значення періодичного закону

Періодичний закон був беззаперечно визнаний усією науковою спільнотою й увійшов до арсеналу науки як основа наукового дослідження.

М.О. Фігуровський

Після опрацювання параграфу ви зможете оцінити наукове значення періодичного закону.

Значення періодичного закону важко переоцінити. Майже 40 років Дмитро Іванович Менделєєв (рис. 11.1) працював над його відкриттям і вдосконаленням. Він був переконаний в істинності періодичного закону, у тому, що це – справжній закон природи. Тому й зміг передбачити існування дванадцятьох невідомих науці того часу хімічних елементів. Він не лише докладно описав властивості деяких елементів та їхніх сполук, а й спрогнозував способи, за допомогою яких вони згодом будуть відкриті.



Рис. 11.1.
Д.І. Менделєєв

Уже в першому виданні «Основ хімії» Д.І. Менделєєв залишив п'ять вільних місць за Ураном наприкінці таблиці. Тобто за сто років передбачив відкриття зауранових елементів (рис. 11.2). Усі прогнози Д.І. Менделєєва і його послідовників справдилися. Історія науки не знає подібного тріумфу. Д.І. Менделєєв відкрив новий закон природи. Замість безлічі розрізнених, не пов'язаних між собою речовин перед наукою постала цілісна струнка система, що об'єднала в єдине ціле всі елементи Всесвіту. Цей взаємний зв'язок, ця єдність потребували обґрунтування.

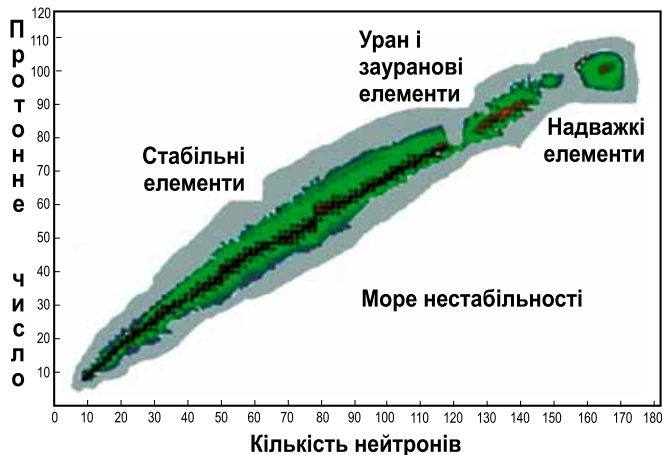


Рис. 11.2. Зауранові елементи розташовані в періодичній системі після Урану

Дослідження Д.І. Менделєєва створили міцний надійний фундамент для спроб пояснити будову атома. Після відкриття періодичного закону стало очевидним, що атоми всіх елементів мають бути побудовані за єдиним принципом. А в їхній будові відбивається періодичність властивостей елементів.

Усі досягнення сучасної хімії, зокрема атомної і ядерної, включаючи атомну енергетику й синтез штучних елементів, стали можливими лише завдяки періодичному закону. Успіхи атомної фізики, поява нових методів дослідження, розвиток квантової механіки розширили й поглибили сутність періодичного закону.

Періодичний закон хімічних елементів – фундаментальний закон природи, який не застарів і не втратив свого значення. Навпаки, розвиток науки довів, що його глибинна сутність ще не пізнана. Вона є значно ширшою, ніж припускав Д.І. Менделєєв, ніж вважали донедавна науковці. Установлено, що закону періодичності підпорядковується не лише будова зовнішніх електронних оболонок атома, а й тонка структура атомних ядер. Очевидно, що ті закономірності, які є у складному й багатому в чому незрозумілому світі елементарних частинок, також мають у своїй основі періодичний характер.

Непересічне значення періодичного закону визнане в усьому світі. Одним із доказів цього є те, що хімічний елемент № 101, синтезований очолюваною Гленном Сіборгом (рис. 11.3) групою американських науковців, названо Менделєвієм.

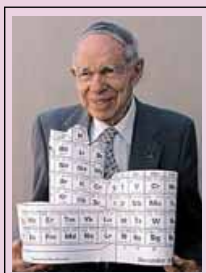


Рис. 11.3. Сіборг Гленн Теодор (1912–1999). Американський хімік і фізик, іноземний член РАН (1991 р.; іноземний член АН СРСР із 1971 р.). Голова Комісії з атомної енергії США (1961–1971). Відкрив і досліджував (разом з іншими) зауранові елементи – Плутоній, Америцій, Кюрій тощо. Лауреат Нобелівської премії (1951, разом з Е.М. Макмілланом). На його честь хімічний елемент № 106 названо Сіборгієм

Знаменитий Роберт Бунзен (рис. 11.4), у лабораторії якого Д.І. Менделєєв пропрацював два роки, поставився до повідомлення про відкриття періодичного закону вкрай іронічно: «Я сам зроблю скільки завгодно подібних повідомлень на підставі різних чисел, які друкуються в біржових відомостях». Цікаво, що згодом саме Бунзен на основі розробленого ним спектрального аналізу надав перші підтвердження правильності періодичного закону.

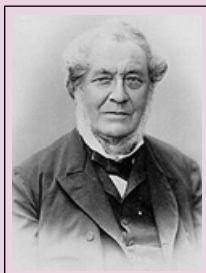


Рис. 11.4. Бунзен Роберт Вільгельм (1811–1899). Німецький хімік, іноземний член-кореспондент Петербурзької АН (1862). Разом з Г.Р. Кірхгофом започаткував спектральний аналіз, відкрив Цезій, Рубідій. Винайшов багато лабораторних приладів: газовий пальник, льодовий і паровий калориметри. Розробив основи газового аналізу

Для обґрунтування своїх припущень щодо положення Індію в періодичній системі Дмитро Іванович у 1870 р. вирішив перевірити значення його атомної маси за питомою теплоємністю. Результати, отримані Менделєєвим, добре узгоджувалися зі значеннями, одержаними Бунзеном. Так німецький хімік експериментально підтвердив раніше заперечувані ним теоретичні ідеї Менделєєва.

Цікаво і пізнавально

Щорічний з'їзд Міжнародного товариства матеріалознавців, що зібрав 2007 року понад 4200 науковців і інженерів із 68 країн, визнав найважливішим внеском, що сформував саму наукову дисципліну взагалі, періодичну систему елементів Д.І. Менделєєва.

Періодичний закон – фундаментальний закон природи. Він став підґрунтям для *наукової класифікації* хімічних елементів та їхніх сполук. На основі періодичного закону були розвинуті найважливіші хімічні поняття, встановлено чіткий взаємозв'язок між ними. Відкриття періодичного закону мало величезне значення для розвитку хімії та пізнання таємниць природи.

Неоціненне значення періодичного закону у викладанні хімії. Його відкриття було пов'язане зі створенням підручника з хімії, коли Менделєєв намагався дуже чітко викласти інформацію про відомі на той момент 63 хімічних елементи. Тепер кількість елементів збільшилася щонайменш удвічі, а періодичний закон дає змогу виявляти подібність і закономірності властивостей різних хімічних елементів відповідно до їхнього положення в періодичній системі.

Життя і наукова діяльність Д.І. Менделєєва – геніального науковця й мислителя, великого патріота – це взірць служіння науці та Вітчизні. Дмитро Іванович Менделєєв народився 27 січня 1834 р. в Тобольську. Він був сімнадцятою й останньою дитиною в родині Івана Павловича Менделєєва, у той час директора Тобольської гімназії й училищ Тобольського округу. Після закінчення гімназії навчався в Головному педагогічному інституті в Петербурзі. З огляду на слабе здоров'я був розподілений спочатку до Сімферополя, потім до Одеси, де працював викладачем Першої Одеської гімназії при Рішельєвському ліцеї.

Перебування на півдні поліпшило його здоров'я, і в 1856 р. Дмитро Іванович повернувся до Санкт-Петербурга. Там захистив дисертацію «Про питомі об'єми» і здобув ступінь магістра хімії. У віці 23 років став доцентом Петербурзького університету, викладав спочатку теоретичну, потім органічну хімію. У січні 1859 р. Менделєєв поїхав у дворічне відрядження до Гейдельберга. Він працював у власній приватній лабораторії, вивчав властивості газів, капілярність і поверхневий натяг рідин.

У 1861 р. науковець повернувся до Санкт-Петербурга. Він поновив читання лекцій з органічної хімії в університеті та видав підручник «Органічна хімія». Незабаром Дмитро Іванович був обраний професором Петербурзького технологічного інституту. У 1865 р. захистив докторську дисертацію «Міркування про сполучення спирту з водою». У 1867 р. очолив в університеті кафедру неорганічної (загальної) хімії, якою керував протягом 23 років.

Менделєєв у 1869 р. відкрив періодичний закон і виклав його в низці наукових праць, видав фундаментальний підручник «Основи хімії». У 1892 р. Дмитро Іванович був призначений ученим зберігачем Депо зразкових мір і ваги. Першим результатом його діяльності було перетворення у 1893 р. Депо зразкових мір і ваги на Головну палату мір і ваги. Тут розміщені службовий кабінет першого директора Д.І. Менделєєва і засновані ним наукові відділення: вагове, для вимірювання мір довжини і часу, термометричне, електричне, манометричне й фотометричне. У сквері Головної палати стоїть виконаний із бронзи пам'ятник Менделєєву. На брандмауері сусіднього будинку – мозаїчне панно із зображенням періодичної системи хімічних елементів, виконане у 1935 р. (рис. 11.5).

Видатний хімік Лев Олександрович Чугаєв так схарактеризував особистість Менделєєва: «Геніальний хімік, першокласний фізик, плідний дослідник у галузі гідродинаміки, метеорології, геології, у різних розділах хімічної технології й інших суміжних з хімією й фізикою дисциплін, глибокий знавець хімічної промисловості й промисловості взагалі, ... оригінальний мислитель у галузі вчення про народне господарство, державний розум, якому, на жаль, не судилося стати державною людиною, але який бачив і розумів завдання й майбутнє... краще за представників... офіційної влади».



Рис. 11.5. Пам'ятник-таблиця «Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва». За основу пам'ятника взято таблицю з останнього прижиттєвого 8-го видання (1906 р.) «Основ хімії» Д.І. Менделєєва. Елементи, відкриті за життя Д.І. Менделєєва, позначені червоним кольором. Елементи, відкриті з 1907 по 1934 р., позначені синім кольором. Висота пам'ятника-таблиці 9 м, загальна площа – 69 м²

Увесь науковий світ визнав заслуги Менделєєва перед наукою. Він був членом майже всіх академій і почесним членом багатьох наукових товариств, однак на батьківщині його кандидатуру до Академії наук забалотували. Кілька років потому, коли Менделєєву знову запропонували балотуватись до Академії, він відмовився.

У музеї Національного технічного університету України «Київський політехнічний інститут» зберігається світлина, зроблена понад сто років тому під час захисту перших дипломних робіт. Він відбувався в залі засідань ученої ради. Рівень підготовки спеціалістів визначала високоповажна комісія. Її очолював особливий представник Міністерства фінансів академік Дмитро Менделєєв.

Дмитро Іванович підтримував широкі зв'язки з українськими науковцями, особливо Київського і Харківського університетів. Цікаво, що перший начерк періодичної системи він зробив на звороті ділового листа, отриманого від Олексія Івановича Ходнева, який з 1847 по 1855 р. викладав хімію в Харківському університеті. А після переїзду до Санкт-Петербурга продовжував спілкування з Менделєєвим.

У 1888 р. Д.І. Менделєєв вивчав економічний стан Донецького кам'яновугільного району, з'ясував його величезне значення й запропонував низку заходів задля раціонального використання його корисних копалин.

Дмитро Іванович Менделєєв помер у 1907 році. Його похорон був справжньою загальнонаціональною жалобою. Ідеї Д.І. Менделєєва живуть і донині, їх плідно розвивають вітчизняні й зарубіжні науковці.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Використовуючи періодичний закон, Д.І. Менделєєв став першим дослідником, який зумів розв'язати проблеми прогнозування в хімії.
- Періодичний закон є універсальним. Це загальнонаукова закономірність, яка реально існує у природі й тому з розвитком знань ніколи не втратить свого значення.



Перевірте себе

1. Що зміг передбачити Д.І. Менделєєв завдяки періодичному закону? 2. Що стало очевидним після відкриття періодичного закону?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Оцініть наукове значення періодичного закону.
2. З'ясуйте, герб якої області України містить девіз – вислів Д.І. Менделєєва. Поясніть цей девіз.
3. Знайдіть, використовуючи доступні джерела, інформацію, яка доводить, що Д.І. Менделєєв – непересічна багатогранна особистість.



Творча майстерня

Підготуйте одну з презентацій: «Ім'я Менделєєва увічнено...», «Менделєєв і Україна».



Дізнайтеся більше про стан електронів в атомі:

<https://www.youtube.com/watch?v=pOy5rbCwq6Q>
<https://www.youtube.com/watch?v=mW5CQhRhjKA>
<https://www.youtube.com/watch?v=67IZU73Mull>



Рис. 12.4. Льюїс Гілберт Ньютон (1875–1946). Американський фізико-хімік. Основні наукові праці присвячені теорії будови речовини й хімічній термодинаміці. Висловив припущення (1916), що хімічний зв'язок виникає шляхом утворення електронної пари, яка водночас належить обом атомам. Ця ідея послужила вихідним пунктом для розроблення сучасної теорії ковалентного зв'язку

Якщо двохатомна молекула утворена атомами одного неметалічного елемента, то негативний заряд спільної електронної пари розподілений між ними порівну. Такий зв'язок називають *ковалентним неполярним*.

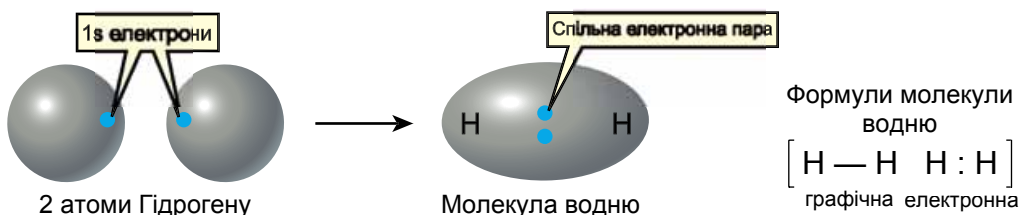


Рис. 12.5. Зображення ковалентного зв'язку в молекулі водню.

Завдання. Пригадайте: а) значення слова *валентність*; б) слова, які, так само як і слово *ковалентний*, мають префікс *ко-*. Висловіть припущення щодо значення слова *ковалентний*

		Підгрупа							
		1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
		ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Період	2	• Li	• Be	• B	• C	• N	• O	• F	• Ne
	3	• Na	• Mg	• Al	• Si	• P	• S	• Cl	• Ar

Рис. 12.6. Будова зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів 2 і 3 періодів. **Завдання.** Складіть електронні та графічні формули двохатомних молекул: фтору, хлору, кисню, азоту. Пам'ятайте, що у графічній формулі кожній спільній електронній парі відповідає одна риска, яка символізує хімічний зв'язок.

Електронегативність хімічного елемента (χ) – це властивість його атома притягувати спільні з іншим атомом електронні пари. Сучасне поняття про електронегативність було запроваджене американським науковцем Лайнусом Полінгом (рис. 12.7).

Полінг виразив електронегативність в умовних відносних одиницях. Як змінюється електронегативність хімічних елементів у періодах і групах періодичної системи? Видно, що найбільші значення електронегативності мають неметалічні елементи (Флуор, Хлор, Оксиген, Нітроген),

а найменші – лужні. Тобто зі зростанням протонного числа електронегативність хімічних елементів збільшується в періодах і зменшується в підгрупах (рис. 12.8).

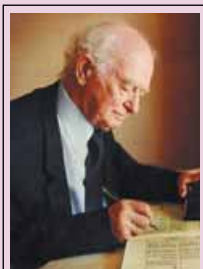


Рис. 12.7. Полінг Лайнус Карл (1901–1994). Американський фізик і хімік. Роботи присвячені переважно вивченню будови молекул і природи хімічного зв'язку. Кількісно визначив (1932) поняття електронегативності, запропонував її шкалу. Заклав основи структурного аналізу білка. Лауреат Нобелівської премії (1954)

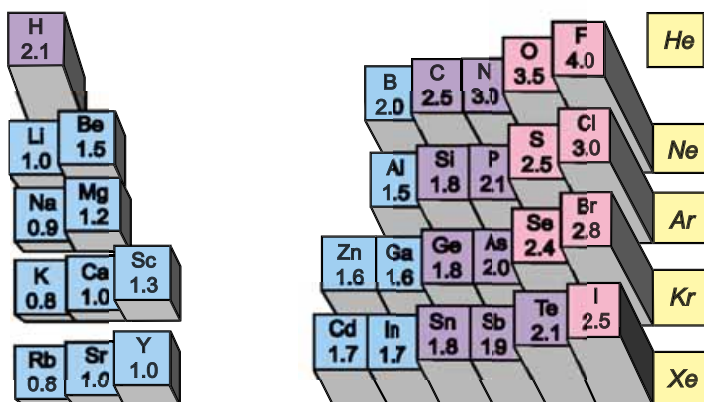


Рис. 12.8. Зміна електронегативності хімічних елементів у періодичній системі

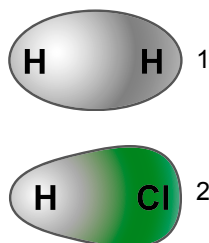


Рис. 12.9. Ковалентний зв'язок: неполярний (1) і полярний (2)

Електронегативність залежить не лише від відстані між ядром і валентними електронами, але й від того, наскільки валентна оболонка атома близька до завершеної. В одному періоді хімічний елемент, атом якого має сім електронів на зовнішній оболонці, виявлятиме вищу електронегативність, ніж елемент, в атомі якого на зовнішній оболонці один електрон. Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік більш електронегативного атома, називають *полярним* зв'язком (рис. 12.9).



Складіть, використовуючи рис. 12.6, електронні та графічні формули легких сполук з Гідрогеном Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору. Скористайтеся даними щодо відносної електронегативності цих елементів і позначте стрілкою напрямком зміщення спільних електронних пар, наприклад $\text{H} \overset{\rightarrow}{\text{---}} \text{Cl}$.

Про ще один вид хімічного зв'язку ви дізнаєтеся з наступного параграфа.